

RESOLUCIÓN PRÁCTICO 5

1- Para ordenar la polaridad de los enlaces se debe observar la diferencia en la electronegatividad entre los átomos que forman dicho enlace

a) B – Cl

$$\left. \begin{array}{l} \text{EN B} = 2.0 \\ \text{EN Cl} = 3.0 \end{array} \right\} \text{EN Cl} - \text{EN B} = 3.0 - 2.0 = 1.0 \text{ Enlace covalente polar}$$

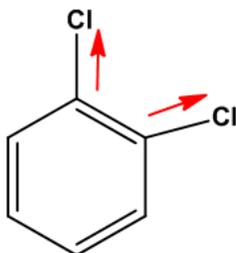
b) Cl – Cl → Enlace covalente apolar (covalente puro)

c) As – F

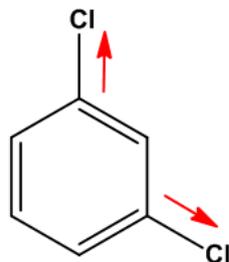
$$\left. \begin{array}{l} \text{EN As} = 2.0 \\ \text{EN F} = 4.0 \end{array} \right\} \text{EN F} - \text{EN As} = 4.0 - 2.0 = 2.0 \quad \text{Enlace iónico}$$

2- Para determinar la polaridad de una molécula, se necesita saber qué tipo de geometría molecular presenta.

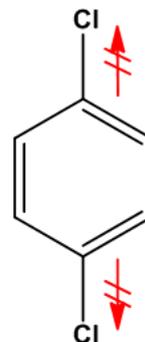
a)



Molécula Polar
(suma vectorial $\neq 0$)

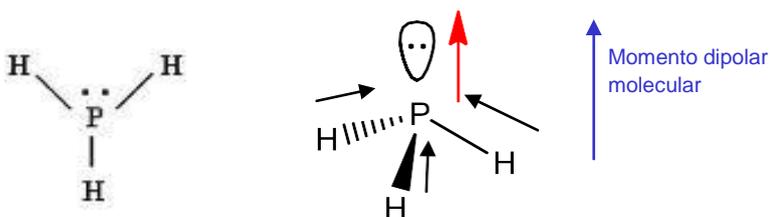


Molécula Polar
(suma vectorial $\neq 0$)



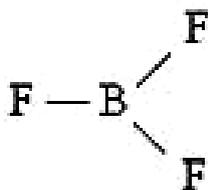
Molécula Apolar
(suma vectorial = 0)

b) Para el caso del PH_3 sabiendo que el P tiene hibridación sp^3 su geometría será



Para que los cuatro pares de electrones del átomo central estén lo más alejados posibles, el arreglo de éstos es tetraédrico. Tres de las posiciones del tetraedro están ocupadas por hidrógeno y la cuarta por un par de electrones (ángulo H–P–H próximo a 109.5°). Lo que genera un momento dipolar neto distinto de cero.

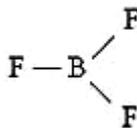
c) Para el BF_3 , si el B tiene hibridación sp^2 la distribución espacial es



La molécula del BF_3 muestra tres enlaces covalentes polares, la molécula **no tiene momento dipolar neto** en virtud a su simetría. La geometría de esta molécula esta descrita como trigonal plana.

- 3- Para determinar la polaridad de una molécula, se necesita saber qué tipo de geometría molecular presenta por lo que primero se deben observar las geometrías moleculares de los compuestos.

Para el BF_3 , los electrones de valencia: $3 + (7 \times 3) = 24 e^-$

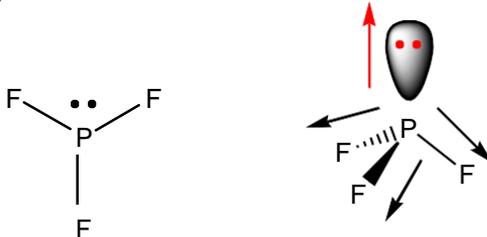


La geometría de esta molécula está descrita como trigonal plana.

La molécula del BF_3 muestra tres enlaces covalentes polares, pero la molécula no tiene momento dipolar neto en virtud de su simetría que conduce a que la suma vectorial de los dipolos de enlace sea cero.

Para el caso del PF_3 se comienza calculando los electrones de valencia y se plantea la estructura de Lewis.

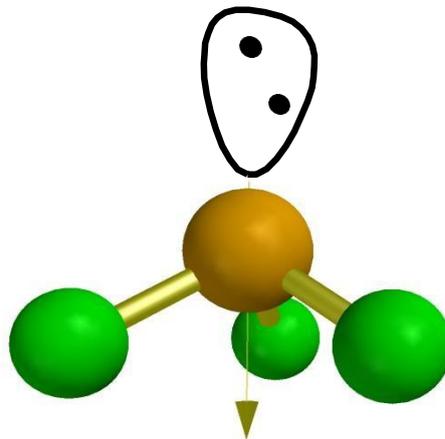
Electrones de valencia : $5 + (7 \times 3) = 26 e^-$



Para que los cuatro pares de electrones del átomo central estén lo más alejados posibles, el arreglo de éstos es tetraédrico.

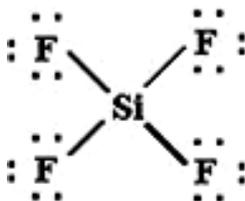
Tres de las posiciones del tetraedro están ocupadas por flúor y la geometría de la molécula es pirámide trigonal (ángulo $\text{F-P-F} < 109.5^\circ$).

Además hay un par de electrones no enlazados, cuyo momento dipolar (en rojo) se resta a los anteriores, lo que genera un momento dipolar neto distinto de cero. A través de otros métodos se determina que el momento dipolar molecular resultante tiene el sentido que se muestra



- 4- Para determinar la polaridad de una molécula, se necesita saber qué tipo de geometría molecular presenta, como ya se ha mostrado desarrollando inicialmente su estructura de Lewis.

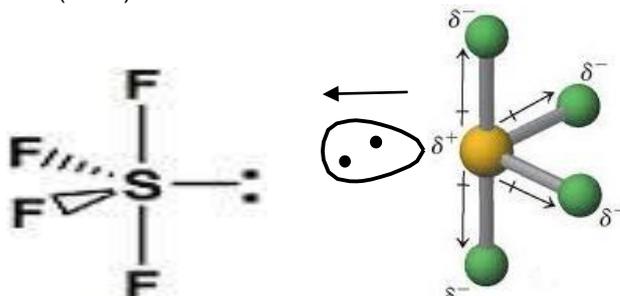
Para el caso del SiF_4 , electrones de valencia : $4 + (7 \times 4) = 32 e^-$



La molécula presenta una GPE tetraédrica, con los 4 grupos de electrones enlazantes. Si bien los enlaces F-Si son polarizados por la electronegatividad del F , la molécula de SiF_4 es apolar. La simetría que presenta la misma conduce a una molécula apolar por ser su momento dipolar resultante igual a cero.

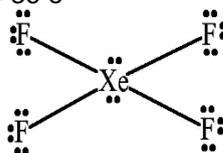
**Curso de Química I, Química General y Química
Enlace Químico (Parte 2)**

Para SF₄, electrones de valencia: 6 + (7 x 4) = 34 e⁻



La geometría de grupos de electrones es bipirámide trigonal, sin embargo debido a que cuatro grupos son enlazantes y uno es no enlazante la molécula adopta una conformación de balancín. Por lo tanto se genera un momento dipolar neto. La molecular es polar.¹

Para el XeF₄, electrones de valencia: 8 + (7 x 4) = 36 e⁻



El XeF₄ es un ejemplo de las moléculas tipo AB₄E₂. En este caso hay seis pares de electrones alrededor del átomo central que como ya se sabe se colocarán en los vértices de un octaedro. Decidir dónde colocar a los pares solitarios es bastante sencillo porque sólo hay dos opciones: colocarlos uno a 180° del otro o colocarlos a 90° respectivamente. Es claro que las repulsiones entre estos dos pares solitarios serán menores si se encuentran a 180°. La molécula de XeF₄ por lo tanto tiene una geometría cuadrada plana, si se hace un análisis de momento dipolar neto de la molécula se ve que resulta ser cero ya que todos los momentos dipolares generados se anulan entre sí.

- 5- Para determinar la polaridad de una molécula, se necesita saber qué tipo de geometría molecular presenta. Para el caso del PH₃ se comienza calculando los electrones de valencia y se plantea la estructura de Lewis.

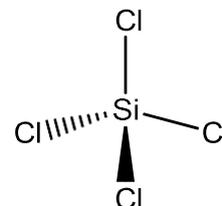
Electrones de valencia : 5 + (1 x 3) = 8 e⁻

Para que los cuatro pares de electrones del átomo central estén lo más alejados posibles, el arreglo de éstos es tetraédrico. Tres de las posiciones del tetraedro están ocupadas por hidrógeno y la geometría de la molécula es pirámide trigonal (ángulo H-P-H < 109.5°). Lo que genera un momento dipolar neto distinto de cero.



Para SiCl₄, los electrones de valencia serán: 4 + (7 x 4) = 32 e⁻ y su geometría será

La molécula posee cuatro enlaces sencillos de forma de estar lo más alejados entre ellos la geometría molecular sería tetraédrica presentando ángulos de enlace de 109.5°. El momento dipolar neto va a ser igual a cero ya que la molécula es simétrica y se cancelan unos con otros.

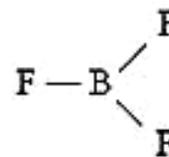


¹ Considerando que la suma vectorial de los μ del enlace S-F no es igual, en módulo, el μ S-electrones no-enlazantes.

**Curso de Química I, Química General y Química
Enlace Químico (Parte 2)**

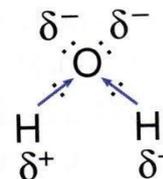
Para el BF_3 , los electrones de valencia: $3 + (7 \times 3) = 24 e^-$

La molécula del BF_3 muestra tres enlaces covalentes polares, la molécula no tiene momento dipolar neto en virtud a su simetría. La geometría de esta molécula esta descrita como trigonal plana.



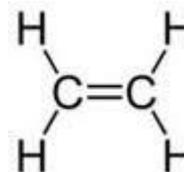
Para el H_2O , los electrones de valencia: $6 + (1 \times 2) = 8 e^-$

La geometría de esta molécula esta descrita como angular presentando un ángulo de enlace H-O-H menor a 109.5° . La molécula del H_2O muestra dos enlaces covalentes polares, la molécula tiene momento dipolar neto distinto de cero.



Para el C_2H_4 , los electrones de valencia: $(4 \times 2) + (1 \times 4) = 12 e^-$

La molécula del C_2H_4 presenta momento dipolar neto igual a cero, ya que es una molécula simétrica.



6- a) He(g)

No hay fuerzas entre las moléculas de He, ya que sólo existen en estado líquido o sólido. En estado gaseoso las moléculas se encuentran infinitamente separadas.

a. $\text{Br}_2(l)$

En el caso de Br_2 líquido, el enlace covalente es apolar (enlace covalente puro), por lo tanto las fuerzas intermoleculares que están presentes son las fuerzas que se generan cuando dos moléculas se aproximan e inducen un dipolo instantáneo sobre la otra (Fuerzas de London o fuerzas de dispersión)

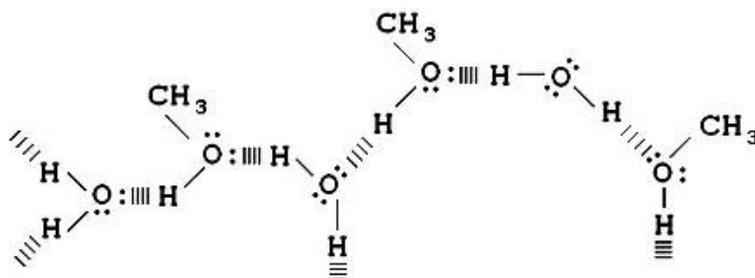
b. Metanol ($\text{CH}_3\text{OH}(l)$)

En el caso de $\text{CH}_3\text{OH}(l)$ entre las fuerzas intermoleculares principales se encuentra el enlace de hidrógeno. Dado que el metanol es una molécula polar también podemos esperar fuerzas dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. Estas dos últimas de menor relevancia que el enlace de hidrógeno.

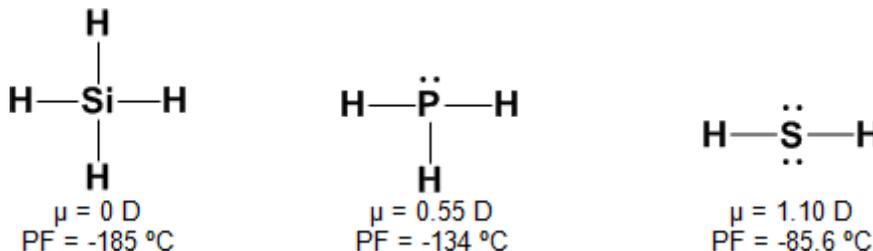


c. Disolución acuosa de metanol

Cuando a la disolución de metanol se le añaden las moléculas de agua, se nota que también se producirán enlaces de hidrógeno con la molécula de agua. Dado que el metanol y el agua son ambas moléculas polares también se puede esperar fuerzas dipolo-dipolo y también habrá fuerzas de dispersión de London. Estas dos últimas de menor relevancia que el enlace de hidrógeno.



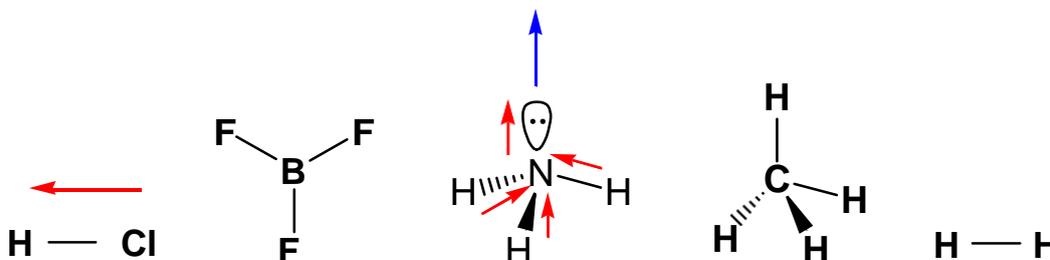
7-



SiH_4 es una molécula apolar, la fuerza de atracción principal es la fuerza de dispersión de London, lo cual explica que el punto de fusión sea el más bajo ($-185 \text{ }^\circ\text{C}$) (las fuerzas de dispersión son las más débiles). Las moléculas PH_3 y H_2S son moléculas polares, las fuerzas de atracción principales son las dipolo-dipolo. Sin embargo en el caso del H_2S al haber dos grupos de electrones no enlazantes y la geometría de la molécula produce un mayor momento dipolar, en comparación con el PH_3 , entonces en el PH_3 las fuerzas atractivas dipolo-dipolo son menores respecto de las observadas en el H_2S .

8- Ambas moléculas son polares, sin embargo el HBr tiene mayor punto de ebullición. La diferencia en los PEb podría explicarse por la diferencia en PM; a mayor PM la molécula es más polarizable, lo cual generaría fuerzas dipolares mayores (aumento de dipolos instantáneos).

9- HCl(g) , BF_3 , NH_3 , CH_4 , H_2



La molécula que podría presentar mayor punto de ebullición es la de amoníaco, debido a que:

- establecerá interacciones dipolo-dipolo por poseer un momento dipolar molecular distinto de cero, al igual que la molécula de HCl ,
- además, establecerá enlaces de hidrógeno.

El resto son moléculas apolares, por poseer momento dipolar molecular igual a cero, por lo tanto las fuerzas inter-moleculares serán más débiles.

Resolución ejercicios complementarios

10- Haciendo la estructura de Lewis y teoría de RPECV, se observa que la geometría molecular es de pirámide de base cuadrada del tipo AX_5E , generándose un momento dipolar distinto de 0.

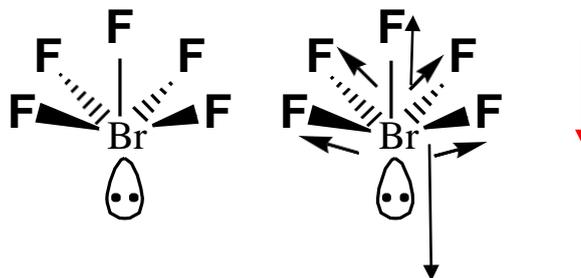
Recuerdo tener en cuenta que:

- el efecto de los electrones no-enlazados del Br que genera contracción de ángulos en los enlaces Br-F.

**Curso de Química I, Química General y Química
Enlace Químico (Parte 2)**

- Consideraremos en este curso que el μ de los electrones no-enlazados siempre es mayor que el de otro enlace. Por lo que el μ de la suma de los enlaces Br-F es menor que el μ Br-electrones no-enlazantes.

Así, el μ molecular tiene el sentido que se muestra a continuación (rojo):



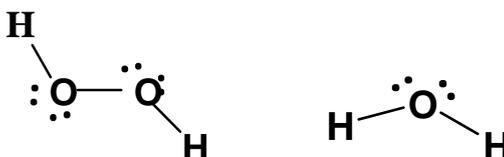
11-

- H₂O
- H₂
- Cloruro de Hidrogeno
- CH₄
- Peróxido de hidrogeno

En los estados sólidos, las moléculas se acomodan en una formación ordenada.

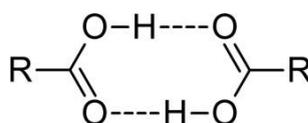
El H₂, HCl y CH₄, son moléculas apolares, las fuerzas intermoleculares que las mantienen juntas en estado sólido son las Fuerzas de London, por lo que sus puntos de fusión serán pequeños. Se esperaría puntos de fusión mayores para el agua y peróxido de hidrógeno, dado que las mismas pueden establecer además enlaces de hidrógeno.

12-



Los puntos de ebullición elevados que presentan el agua y el peróxido de hidrógeno pueden ser explicados por las interacciones por enlace de hidrógeno que dichas moléculas pueden formar. El mayor punto de ebullición del H₂O₂ respecto del agua se explica porque el H₂O₂ es capaz de formar mayor cantidad de enlaces de hidrógeno que la molécula de agua.

13-



- Ión-dipolo
- Dipolo-dipolo
- Enlaces de H**
- Fuerzas de van der Waals
- Covalente

14-

- PCl₃
- HBr
- CH₄
- NH₃
- H₂O₂

El NH₃ y el H₂O₂ son capaces de formar enlaces de hidrógeno.